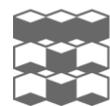
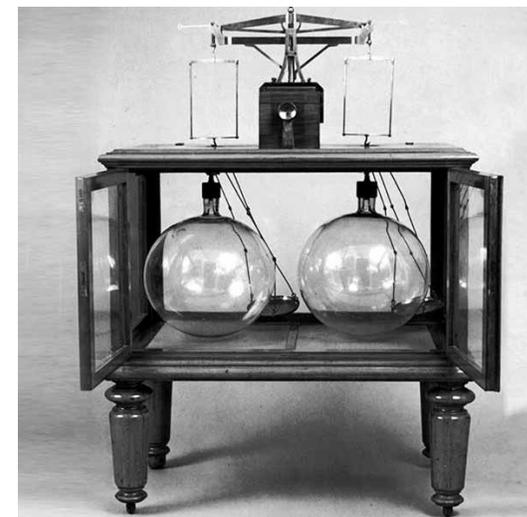


«Истина, конечно, одна и вечна, но ... познается и доступна только по частям, мало-помалу, а не разом в общем своем целом и ... пути для отыскания частей истины многообразны».

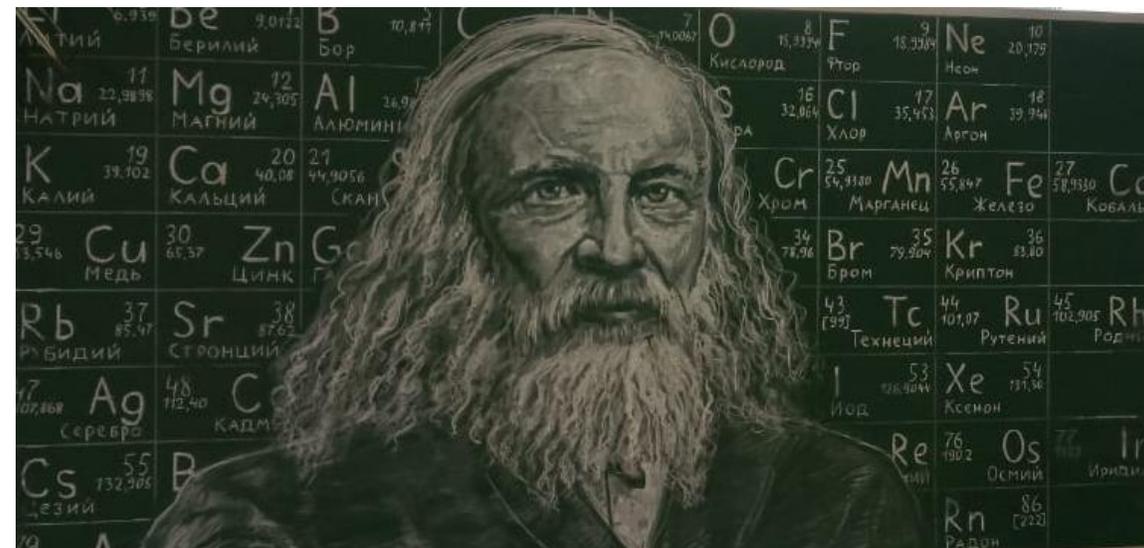
Д.И. Менделеев

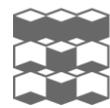


**ТОМСКИЙ
ПОЛИТЕХ**



Весы, сконструированные Д. И. Менделеевым для взвешивания газообразных и твёрдых веществ





ТОМСКИЙ
ПОЛИТЕХ

«СТРОЕНИЕ АТОМА, ПЕРИОДИЧНОСТЬ СВОЙСТВ»

ЛЕКЦИЯ № 1

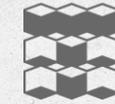
Дисциплина «Химия 1.7»
для студентов очного отделения

Лектор: К.Т.Н., Мачехина Ксения Игоревна

ПЛАН ЛЕКЦИИ

-
1. Экспериментальные основы теории строения атома.
 2. Квантовые числа.
 3. Порядок заполнения атомных орбиталей электронами.
 4. Периодический закон, периодическая система элементов.
 5. Периодичность изменения свойств элементов.

1. ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫЕ ОСНОВЫ ТЕОРИИ СТРОЕНИЯ АТОМА



1859 г. Г. Кирхгофф и Р. Бунзен – спектральный анализ.

1859 г. В. Крукс - катодные лучи.

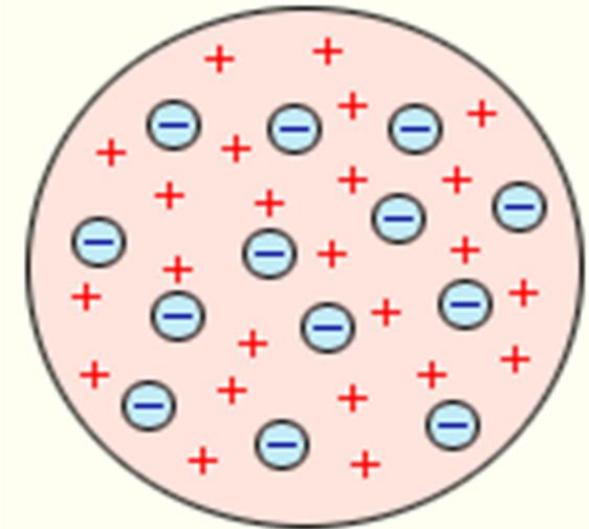
1888 г. Столетов - фотоэффект.

1. ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫЕ ОСНОВЫ ТЕОРИИ СТРОЕНИЯ АТОМА

МОДЕЛЬ АТОМА ДЖОНА ТОМСОНА

1897 г. Д. Томсон - открыл электрон и оценил его массу. $m_e = 9,1 \cdot 10^{-31}$ кг.

Предложил первую модель строения атома.



«Пудинг с изюмом»

1. ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫЕ ОСНОВЫ ТЕОРИИ СТРОЕНИЯ АТОМА

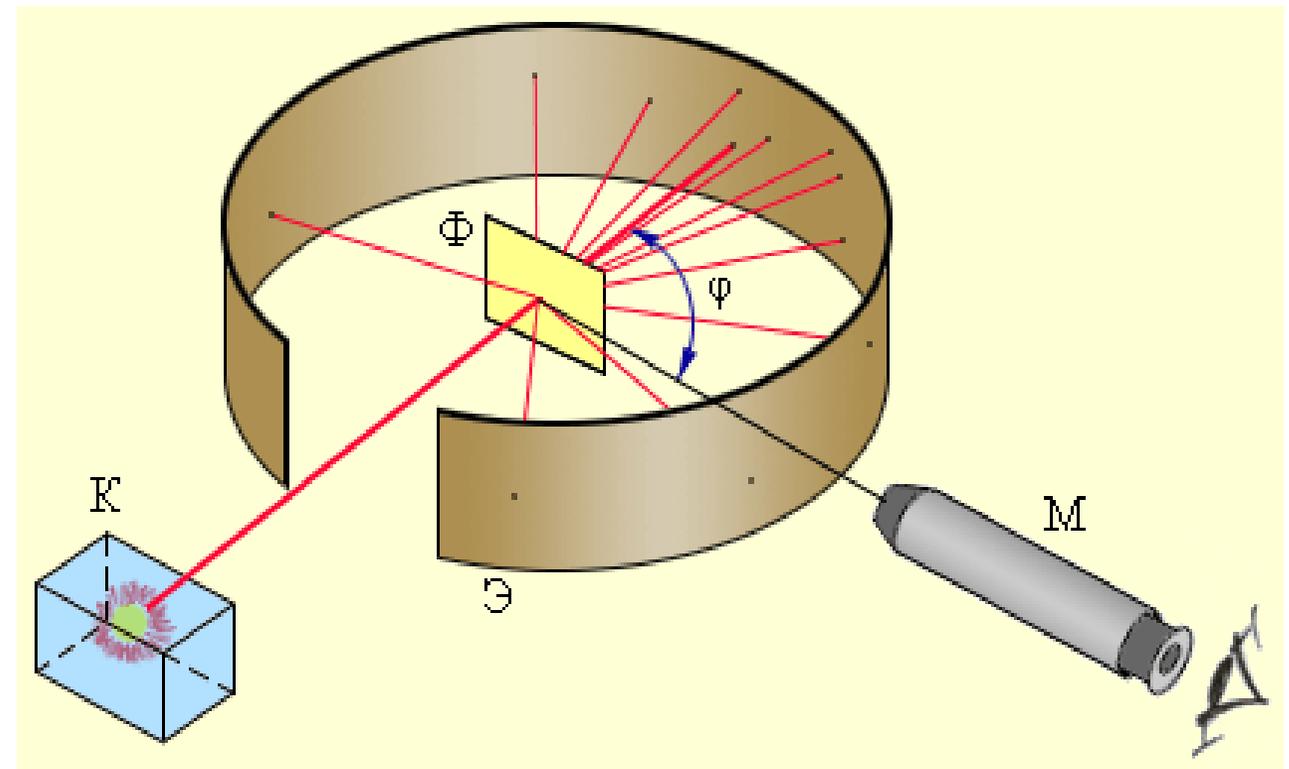
1909 г. Р. Малликен определил заряд электрона

$$q_e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ Кл}$$

1910 г. Э. Резерфорд предложил **ядерную планетарную модель атома (вторая модель).**

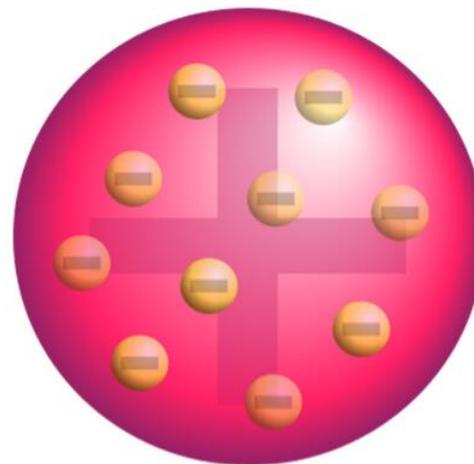
1. ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫЕ ОСНОВЫ ТЕОРИИ СТРОЕНИЯ АТОМА

Схема опыта Резерфорда
по рассеянию α -частиц

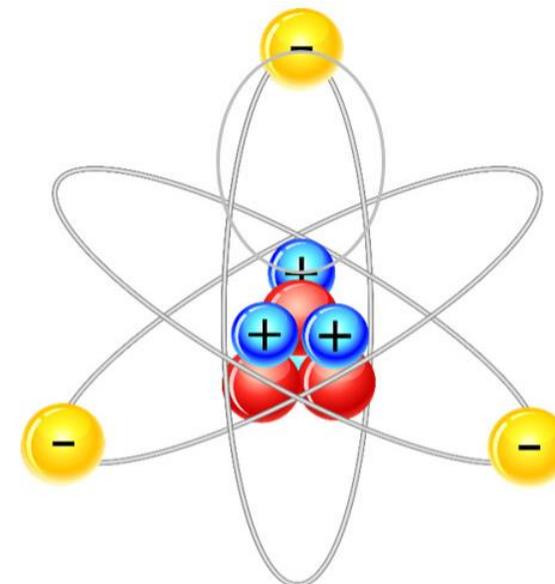


1. ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫЕ ОСНОВЫ ТЕОРИИ СТРОЕНИЯ АТОМА

Отличие модели атома Томсона от
модели Резерфорда

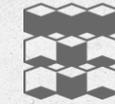


Модель Томсона



Модель Резерфорда

1. ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫЕ ОСНОВЫ ТЕОРИИ СТРОЕНИЯ АТОМА



ТОМСКИЙ
ПОЛИТЕХ

1912 г.  Д. Франк и Г. Герц доказали **дискретность энергии** электрона в атоме

1. ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫЕ ОСНОВЫ ТЕОРИИ СТРОЕНИЯ АТОМА

1913 г. Н. Бор – модель строения атома водорода.

Физически обоснованная модель – теория Бора


Закон Ньютона

$$\frac{Ze^2}{r^2} = \frac{mv^2}{r}$$

Квантовое условие Бора

$$mvr = n\hbar$$

$$\hbar = 1,05 \cdot 10^{-34} \text{ Дж} \cdot \text{с}$$

n – номер орбиты (квантовое число)

1. ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫЕ ОСНОВЫ ТЕОРИИ СТРОЕНИЯ АТОМА

Физически обоснованная модель – теория Бора

$$\left\{ \begin{array}{l} \frac{Ze^2}{r^2} = \frac{mv^2}{r} \\ mvr = n\hbar \end{array} \right. \longrightarrow \left\{ \begin{array}{l} r = \frac{\hbar}{me^2} \cdot \frac{n^2}{Z} \\ v = \frac{e^2}{\hbar} \cdot \frac{Z}{n} \end{array} \right.$$

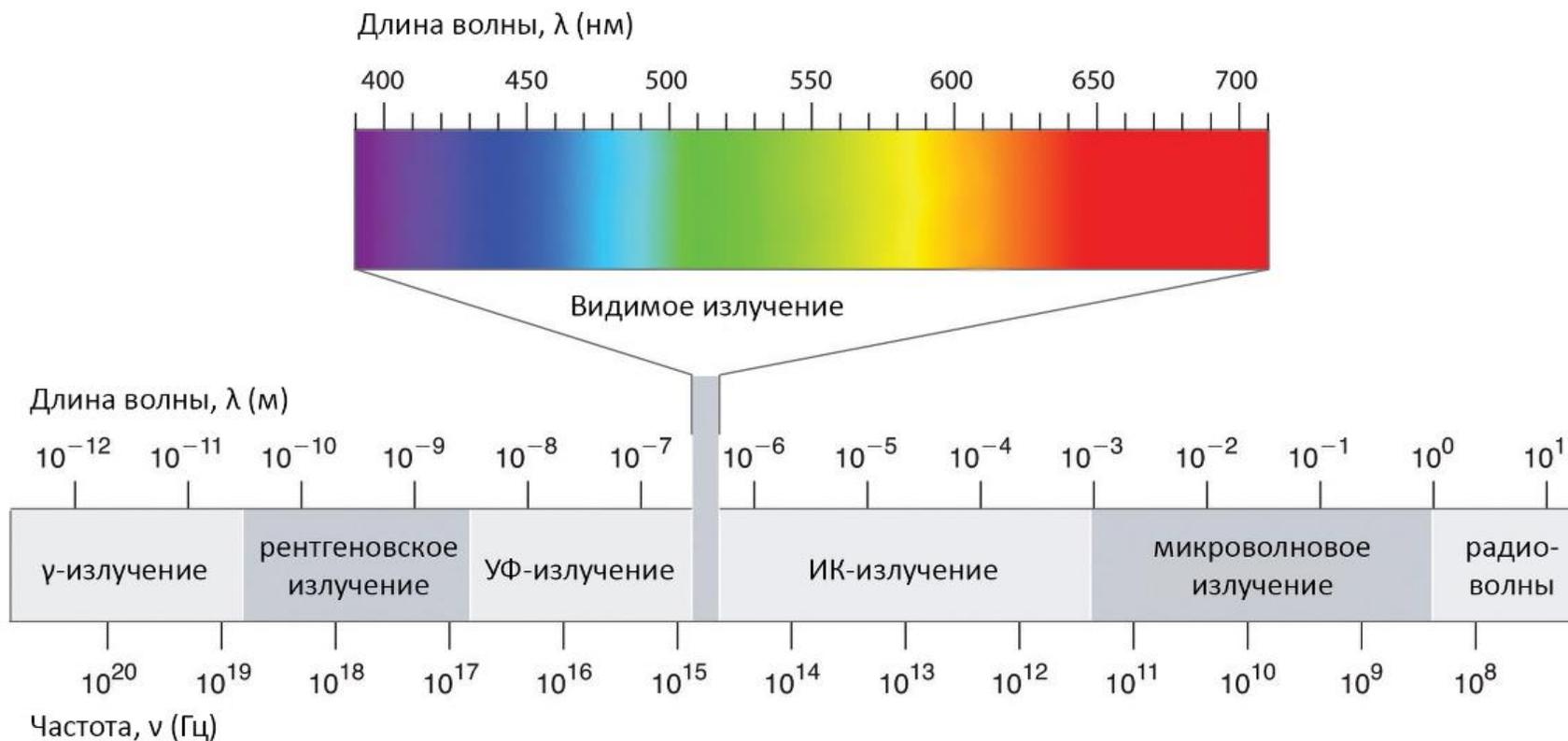
$\frac{\hbar}{me^2} = a^0$ – атомная единица длины, радиус **1** – ой Боровской орбиты

$a^0 = 0,0529$ нм (орбитальный радиус водорода)

1. ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫЕ ОСНОВЫ ТЕОРИИ СТРОЕНИЯ АТОМА

Физически обоснованная модель – теория Бора

$$\Delta E = \frac{hc}{\lambda}$$



1. ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫЕ ОСНОВЫ ТЕОРИИ СТРОЕНИЯ АТОМА

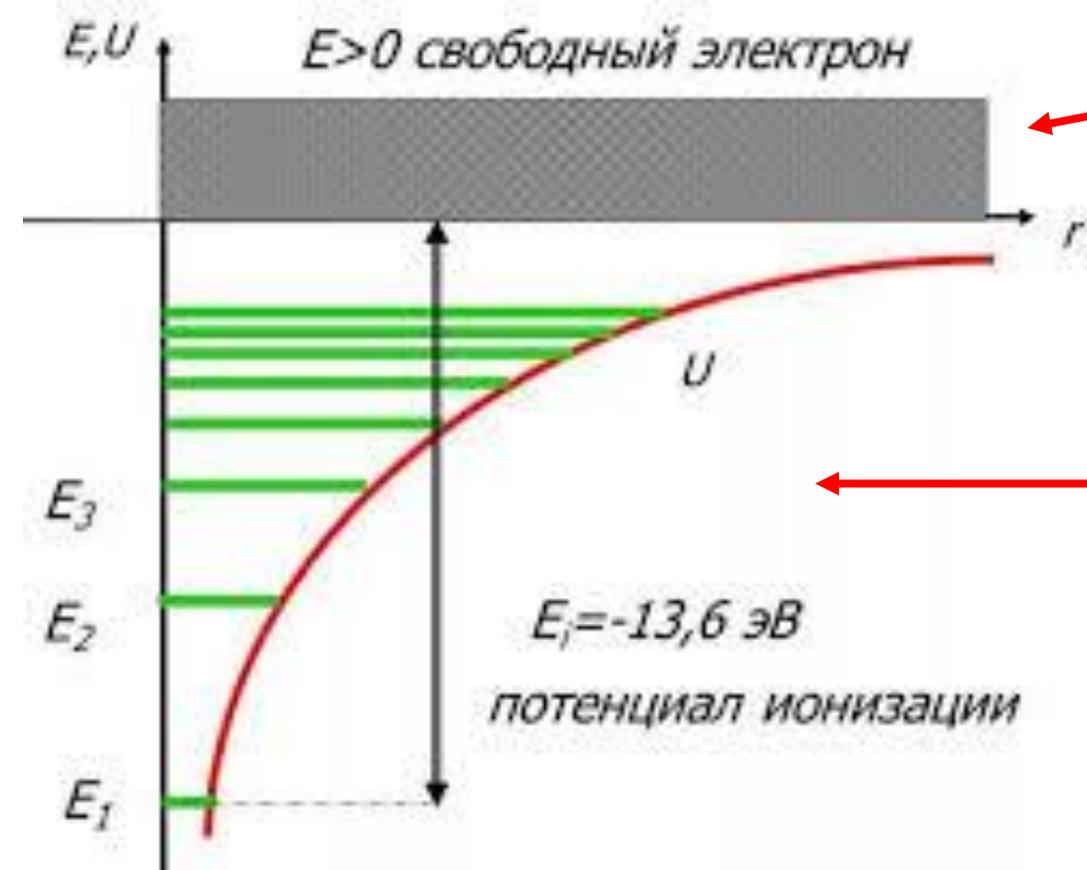
Физически обоснованная модель – теория Бора

$$E_n = \frac{mv^2}{2} - \frac{Ze^2}{r} = - \left(\frac{me^4}{2\hbar^2} \right) \frac{Z^2}{n^2} = -13,6 \text{ эВ} \frac{Z^2}{n^2}$$

Энергия ионизации атома водорода

1. ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫЕ ОСНОВЫ ТЕОРИИ СТРОЕНИЯ АТОМА

Физически обоснованная модель – теория Бора



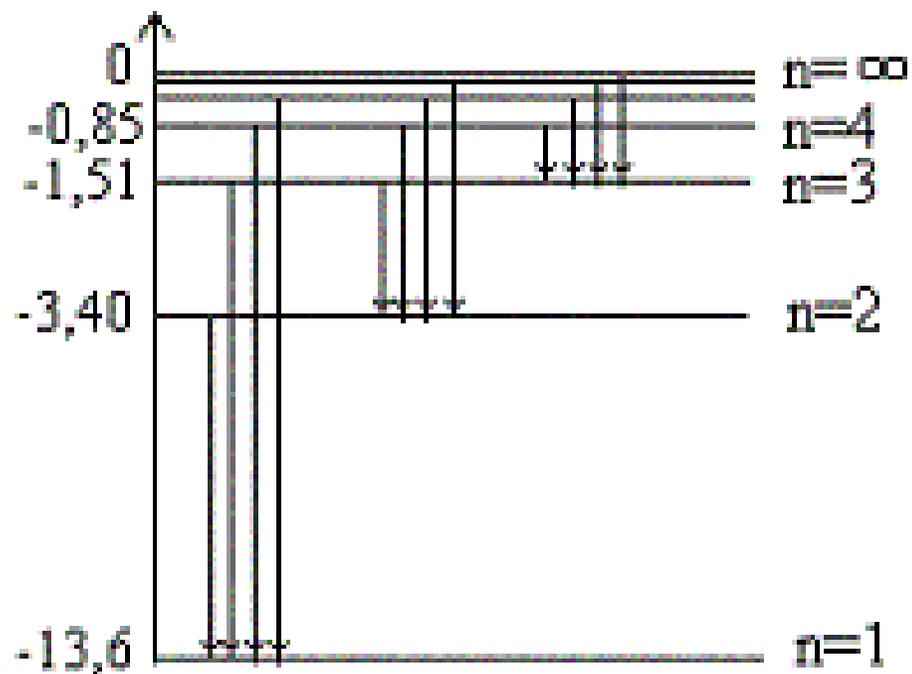
H^+ и \bar{e} не связаны - непрерывная энергия

атом H – дискретная энергия

1. ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫЕ ОСНОВЫ ТЕОРИИ СТРОЕНИЯ АТОМА

Физически обоснованная модель – теория Бора

$E_n, \text{эВ}$ **Спектральные серии**



$$E_n = -13,6 \text{ эВ} \frac{Z^2}{n^2}$$

1. ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫЕ ОСНОВЫ ТЕОРИИ СТРОЕНИЯ АТОМА

(1920 г) Квантово-механическая модель строения атома

- 1924 г.** Луи де Бройль – корпускулярно-волновые свойства электрона. Электрон является и волной и частицей.
- 1926 г.** В. Гейзенберг – принцип неопределенности.
- 1926 г.** Э. Шредингер установил математическую модель, описывающую поведение электрона в атоме. Уравнение Шредингера показало, что **вероятность нахождения электрона вблизи ядра зависит от трех квантовых чисел.**

1. ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫЕ ОСНОВЫ ТЕОРИИ СТРОЕНИЯ АТОМА

Уравнение Шредингера


$$\psi E = -\frac{h^2}{8\pi^2 m} \left(\frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial z^2} \right) + \psi U$$

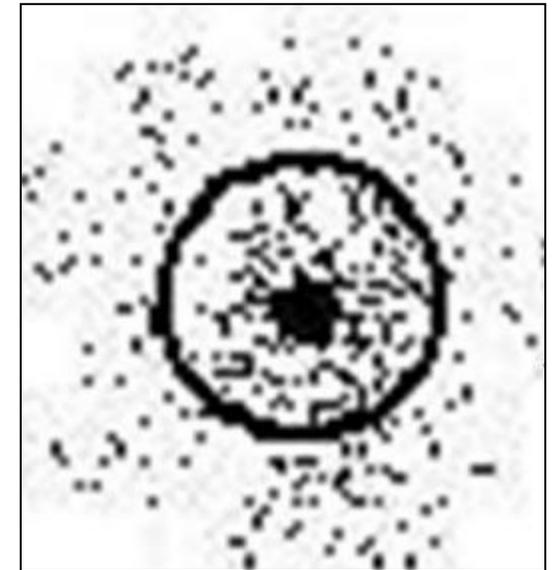
Ψ – волновая функция,

E – полная энергия,

U – потенциальная энергия электрона.

1. ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫЕ ОСНОВЫ ТЕОРИИ СТРОЕНИЯ АТОМА

- **Орбиталь** – область около ядерного пространства, в котором наиболее вероятно нахождение электрона.
- **Атомная орбиталь (АО)** – это область наиболее вероятного нахождения электрона в электрическом поле ядра атома.



2. КВАНТОВЫЕ ЧИСЛА

Главное квантовое число (n)

- характеризует энергию электрона в атоме, размеры АО;
- соответствует номеру периода в периодической системе;
- изменяется от 1 до ∞ .

Энергетический уровень - совокупность электронов в атоме с одинаковым значением n

2. КВАНТОВЫЕ ЧИСЛА

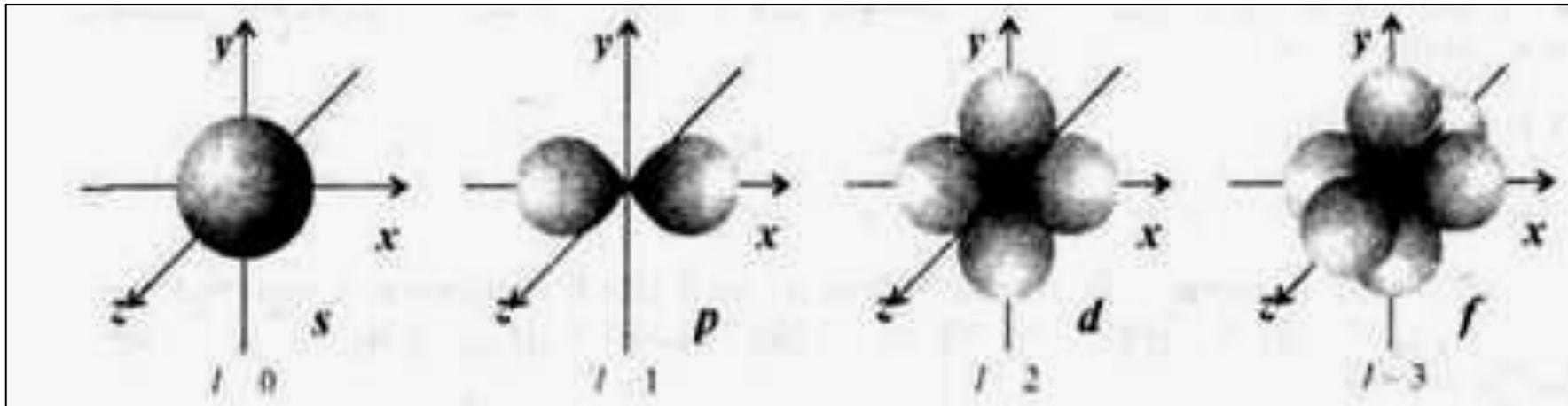
Орбитальное квантовое число (l)

- определяет форму АО,
- изменяется от 0 до $(n-1)$.

Энергетический подуровень - совокупность электронов в атоме с одинаковым значением l (при равном n)

2. КВАНТОВЫЕ ЧИСЛА

Значение l	0	1	2	3
Обозначение	s	p	d	f

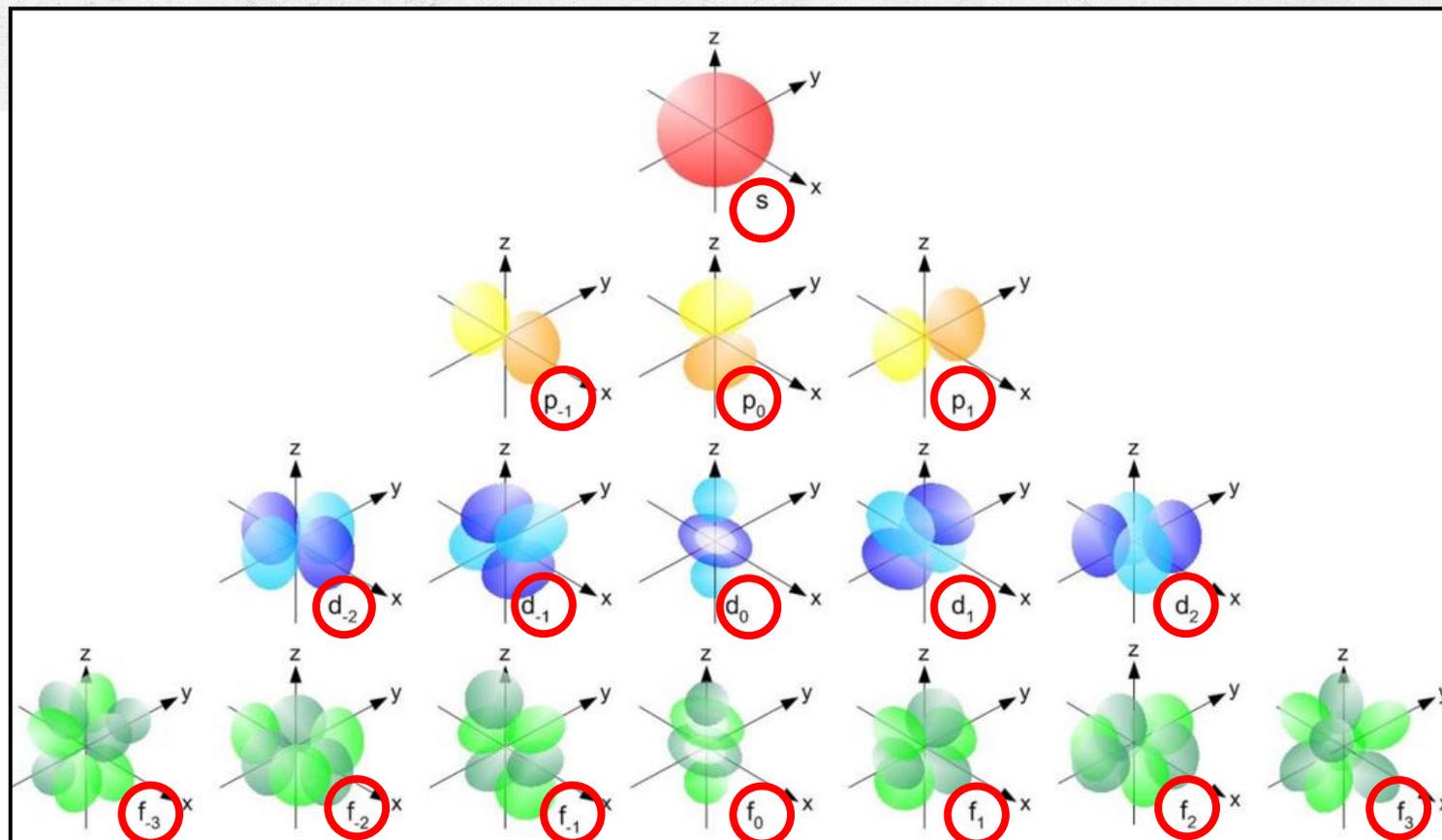


2. КВАНТОВЫЕ ЧИСЛА

3) Магнитное квантовое число (m_l)

- характеризует ориентацию АО в пространстве
- изменяется от $-l$ до $+l$, включая 0.

2. КВАНТОВЫЕ ЧИСЛА



2. КВАНТОВЫЕ ЧИСЛА

4) Спиновое квантовое число (m_s)

- характеризует собственное движение электрона в пространстве,
- принимает значения

$$\boxed{\uparrow} +\frac{1}{2} \quad \text{или} \quad \boxed{\downarrow} -\frac{1}{2}$$

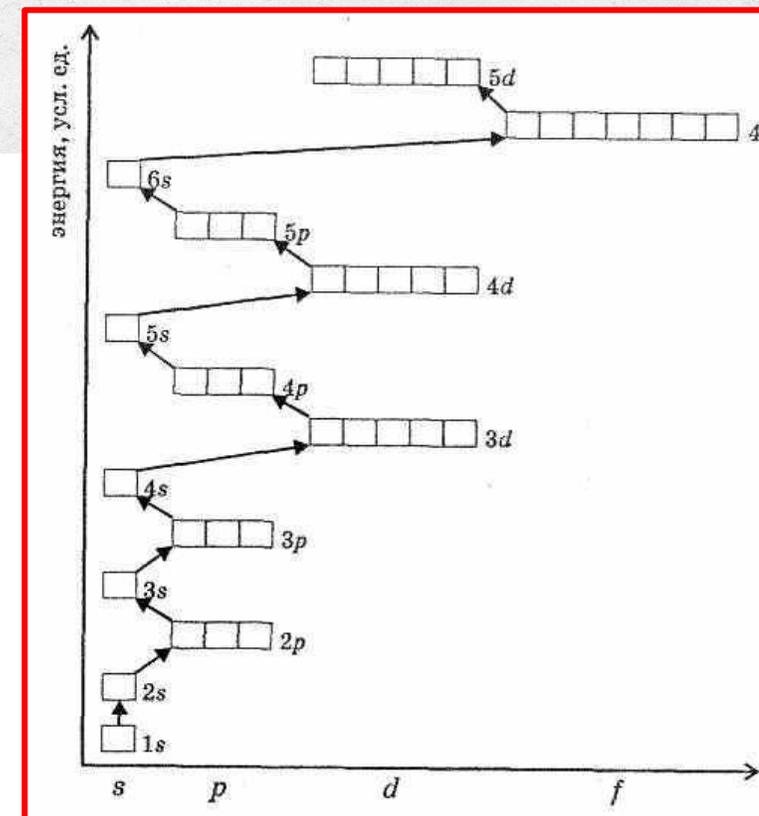
3. ПОРЯДОК ЗАПОЛНЕНИЯ АО ЭЛЕКТРОНАМИ

Принцип наименьшей энергии:

в основном состоянии заполняются АО в порядке повышения уровня энергии орбиталей.

Энергия подуровней растет в ряду:

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s \approx 3d < 4p < 5s \approx 4d < 5p < 6s < 4f \approx 5d < 6p < 7s < 5f \approx 6d \dots$$



3. ПОРЯДОК ЗАПОЛНЕНИЯ АО ЭЛЕКТРОНАМИ

Правила В. М. Клечковского:

- 1) С увеличением энергии и соответственно заполнение АО происходит в порядке возрастания суммы квантовых чисел $n+l$.
- 2) При равной сумме $(n+l)$ - в порядке возрастания числа n .

	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^6$	$4s^2$	$3d^{10}$	$4p^4$
Сумма $n+l$:	1	2	3	3	4	4	5	5
							$3 < 4$	

3. ПОРЯДОК ЗАПОЛНЕНИЯ АО ЭЛЕКТРОНАМИ

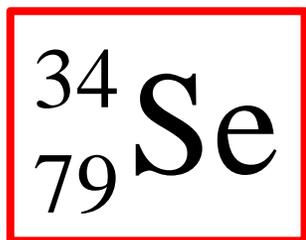
Принцип «запрета» Паули:

в атоме не может быть 2-х электронов с одинаковым набором 4-х квантовых чисел

Правило Гунда (Хунда):

при заполнении электронами подуровня модуль суммарного спинового числа подуровня должен быть максимальным – максимальное число неспаренных электронов в основном состоянии атома.

3. ПОРЯДОК ЗАПОЛНЕНИЯ АО ЭЛЕКТРОНАМИ



(p = 34, e = 34)

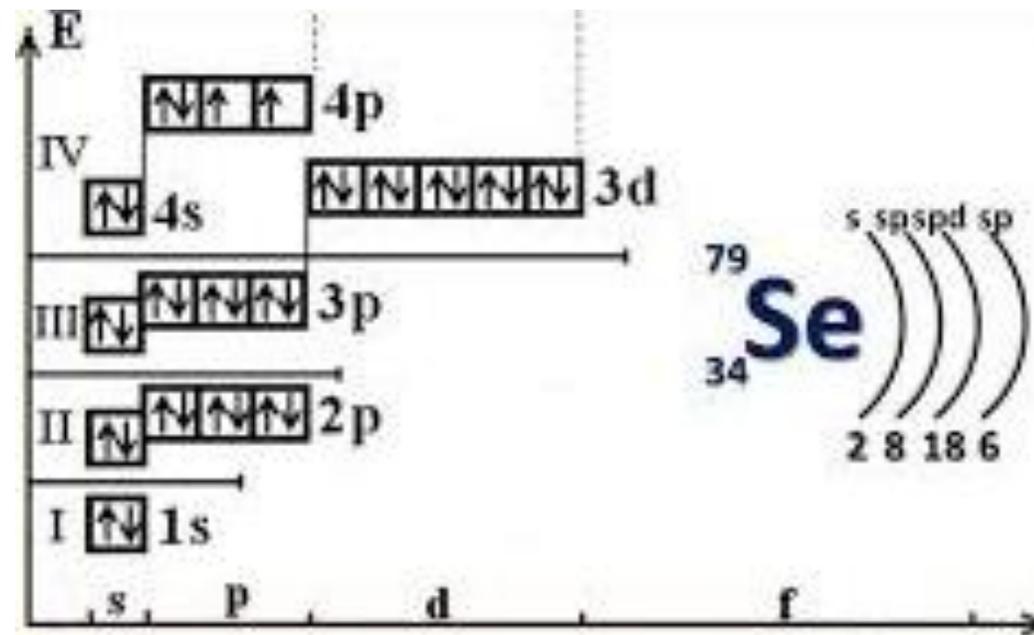
Полная электронная формула:



Сокращенная электронная формула: $\text{Se } [\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^4$

Формула валентных электронов: $\text{Se}..4s^2 4p^4$

Графическая форма:



3. ПОРЯДОК ЗАПОЛНЕНИЯ АО ЭЛЕКТРОНАМИ

Явление «провала» электрона

— переход \bar{e} с внешнего энергетического уровня на более низкий, что объясняется большей энергетической устойчивостью образующихся при этом электронных конфигураций.

1) при заполнении уровня и подуровня устойчивость электронной конфигурации возрастает

2) особой устойчивостью обладают **заполненные** (s^2, p^6, d^{10}, f^{14}) и **наполовину заполненные** (p^3, d^5, f^7) конфигурации.

4. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН, ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ

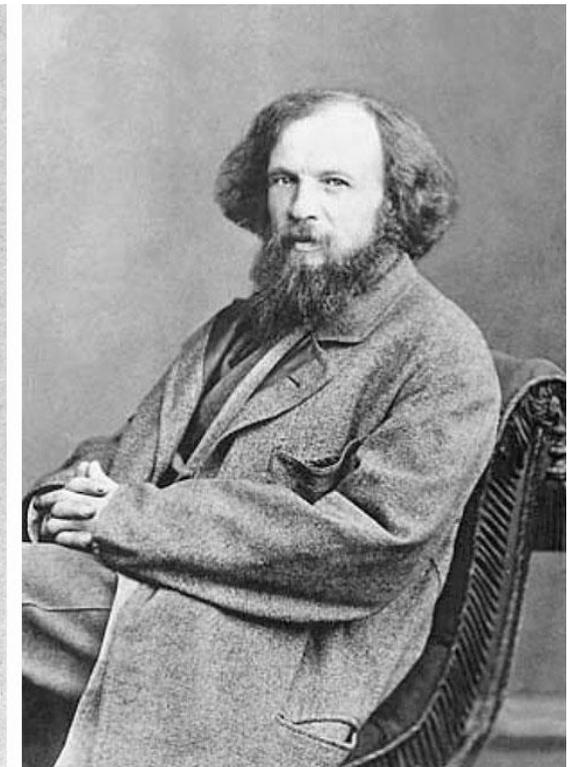
(открыт в 1869 году Д.И. Менделеевым)

«свойства химических элементов, а также
формы и свойства образуемых ими
простых веществ и соединений находятся
в периодической зависимости от
величины зарядов ядер их атомов»

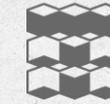
ОПЫТЪ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВЪ,
ОСНОВАННОЙ НА ИХЪ АТОМНОМЪ ВѢСѢ И ХИМИЧЕСКОМЪ СХОДСТВѢ

	Tl= 50	Zr= 90	?= 180.
	V= 51	Nb= 94	Ta= 182.
	Cr= 52	Mo= 96	W= 186.
	Mn= 55	Rh= 104,4	Pt= 197,4
	Fe= 56	Ra= 104,4	Ir= 198.
	Ni= 59	Co= 59	Pi= 106,6 Os= 199.
H= 1	Cu= 63,4	Ag= 108	Hg= 200
Be= 9,4	Mg= 24	Zn= 65,2	Cd= 112
B= 11	Al= 27,4	?= 68	Cr= 116 Au= 197?
C= 12	Si= 28	?= 70	Sn= 118
N= 14	P= 31	As= 75	Sb= 122 Bi= 210?
O= 16	S= 32	Se= 78,4	Te= 128?
F= 19	Cl= 35,5	Br= 80	I= 127
Li= 7	Na= 23	K= 39	Rb= 85,4 Cs= 133 Tl= 204.
	Ca= 40	Sr= 87,6	Ba= 137 Pb= 207.
	?= 45	Ce= 92	
	? Er= 56	La= 94	
	? Yt= 60	Di= 95	
	? In= 75,6	Th= 118?	

Д. Менделѣевъ.



4. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН, ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ



ТОМСКИЙ
ПОЛИТЕХ

Вариант короткопериодной формы

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА

Периоды	Ряды	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ																Земельщико-периоды	
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		a								
1	1	Н водород 1,008																He гелий 4,003	2
2	2	Li литий 6,941	Be бериллий 9,0122	B бор 10,811	C углерод 12,011	N азот 14,007	O кислород 15,999	F фтор 18,998										Ne неон 20,179	10
3	3	Na натрий 22,99	Mg магний 24,305	Al алюминий 26,98154	Si кремний 28,086	P фосфор 30,974	S сера 32,064	Cl хлор 35,453										Ar аргон 39,948	18
4	4	K калий 39,102	Ca кальций 40,08	Sc скандий 44,956	Ti титан 47,867	V ванадий 50,941	Cr хром 51,996	Mn марганец 54,938	Fe железо 55,845	Co кобальт 58,933	Ni никель 58,71							Kr криптон 83,8	36
5	5	Rb рубидий 85,468	Sr стронций 87,62	Y иттрий 88,906	Zr цирконий 91,224	Nb ниобий 92,906	Mo молибден 95,94	Tc технеций 98,906	Ru рутений 101,07	Rh родий 102,905	Pd палладий 106,4							Xe ксенон 131,3	54
6	6	Cs цезий 132,905	Ba барий 137,34	57-71 лантаноиды			Hf гафний 178,49	Ta тантал 180,948	W вольфрам 183,85	Re рений 186,207	Os осмий 190,2	Ir иридий 192,22	Pt платина 195,09					Rn радон 222	86
7	7	Fr франций [223]	Ra радий [226]	89-103 актиноиды			Rf резерфордий [261]	Db дубний [262]	Sg сигборгий [263]	Bh борий [264]	Hs хассий [265]	Mt мейтнерий [266]	Ds дармштадтий [269]					Og оганесон [284]	118
		Высшие оксиды		R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇	RO ₄								
		Летучие водородные соединения					RH ₄	RH ₃	H ₂ R	HR									
ЛАНТАНОИДЫ																			
		57 La лантан 138,905	58 Ce церий 140,12	59 Pr празеодим 140,908	60 Nd неодим 144,24	61 Pm прометий [145]	62 Sm самарий 150,4	63 Eu европий 151,96	64 Gd гадолиний 157,25	65 Tb тербий 158,925	66 Dy диспрозий 162,5	67 Ho гольмий 164,93	68 Er эрбий 167,26	69 Tm тулий 168,934	70 Yb ytterбий 173,04	71 Lu лютеций 174,97			
АКТИНОИДЫ																			
		89 Ac актиний [227]	90 Th торий 232,038	91 Pa протактиний [231]	92 U уран 238,029	93 Np нептуний [237]	94 Pu плутоний [244]	95 Am амерций [243]	96 Cm курий [247]	97 Bk берклий [247]	98 Cf калifornий [251]	99 Es эйзенштейний [252]	100 Fm фермий [257]	101 Md менделеевий [258]	102 No нобелий [259]	103 Lr лоуренсий [260]			



Д.И. Менделеев
1834-1907

СИМВОЛ ЭЛЕМЕНТА: Rb

ПОРЯДКОВЫЙ НОМЕР: 37

НАЗВАНИЕ ЭЛЕМЕНТА: РУБИДИЙ

ОТНОСИТЕЛЬНАЯ АТОМНАЯ МАССА: 85,468

РАСПРЕДЕЛЕНИЕ ЭЛЕКТРОНОВ ПО СЛОЯМ: 2, 8, 18, 8, 1

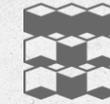
- s-элементы
- p-элементы
- d-элементы
- f-элементы

4. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН, ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ

Вариант длинной формы

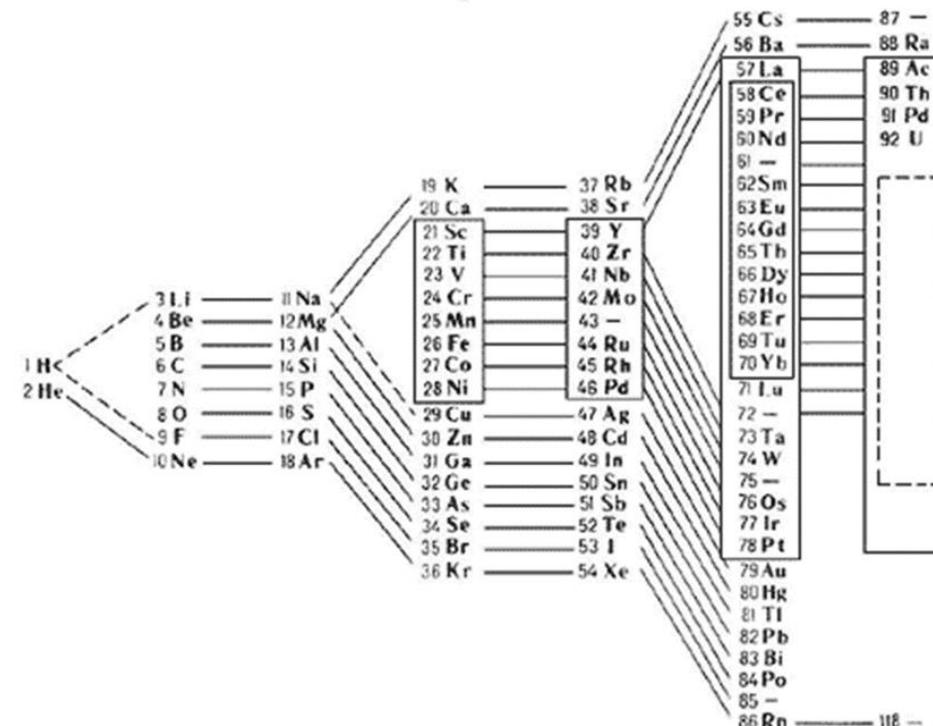
Периоды	Г Р У П П Ы Э Л Е М Е Н Т О В																																	
	Ia	IIa	IIIb	С Е М Е Й С Т В А							IVb	Vb	VIb	VIIb	VIIIb	Ib	IIb	IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa	VIIIa											
1																				1	2													
																				H	He													
2	3	4																	5	6	7	8	9	10										
	Li	Be																	B	C	N	O	F	Ne										
3	11	12																	13	14	15	16	17	18										
	Na	Mg																	Al	Si	P	S	Cl	Ar										
4	19	20	21																	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36
	K	Ca	Sc																	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	37	38	39																	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54
	Rb	Sr	Y																	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	55	56	57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86		
	Cs	Ba	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn		
7	87	88	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118		
	Fr	Ra	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	(No)	(Lr)	Ku	(Ns)															
	<i>s</i> ¹	<i>s</i> ²	<i>d</i> ¹	<i>f</i> ²	<i>f</i> ³	<i>f</i> ⁴	<i>f</i> ⁵	<i>f</i> ⁶	<i>f</i> ⁷	<i>f</i> ⁷ <i>d</i> ¹	<i>f</i> ⁸	<i>f</i> ¹⁰	<i>f</i> ¹¹	<i>f</i> ¹²	<i>f</i> ¹³	<i>f</i> ¹⁴	<i>d</i> ¹	<i>d</i> ²	<i>d</i> ³	<i>d</i> ⁴	<i>d</i> ⁵	<i>d</i> ⁶	<i>d</i> ⁷	<i>d</i> ⁸	<i>d</i> ⁹	<i>d</i> ¹⁰	<i>p</i> ¹	<i>p</i> ²	<i>p</i> ³	<i>p</i> ⁴	<i>p</i> ⁵	<i>p</i> ⁶		
	<i>s</i>	<i>d</i>	<i>f</i>														<i>d</i>					<i>p</i>												

4. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН, ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ



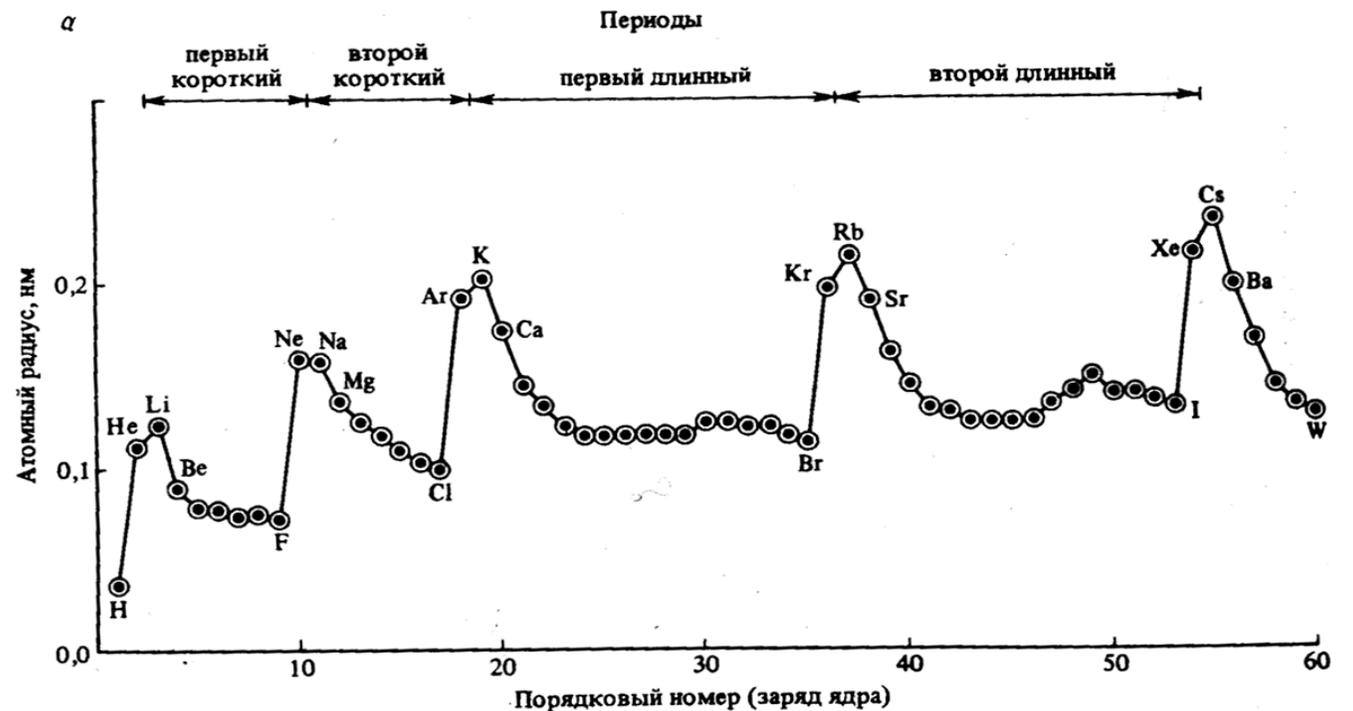
ТОМСКИЙ
ПОЛИТЕХ

Ladder form of the periodic system
of elements
(according to N. Bohr, 1921)



5. ПЕРИОДИЧНОСТЬ ИЗМЕНЕНИЯ СВОЙСТВ ЭЛЕМЕНТОВ

Радиус атома (орбитальный) (r_a) — это расстояние от центра ядра до внешнего максимума электронной плотности.



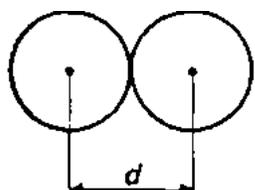
5. ПЕРИОДИЧНОСТЬ ИЗМЕНЕНИЯ СВОЙСТВ ЭЛЕМЕНТОВ

Орбитальный

Ковалентный – это половина длины связи в молекуле в ковалентном типом связи

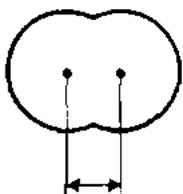
Ван-дер – вальсов описывает межмолекулярные взаимодействия в твердом веществе.

Металлический – для металлов

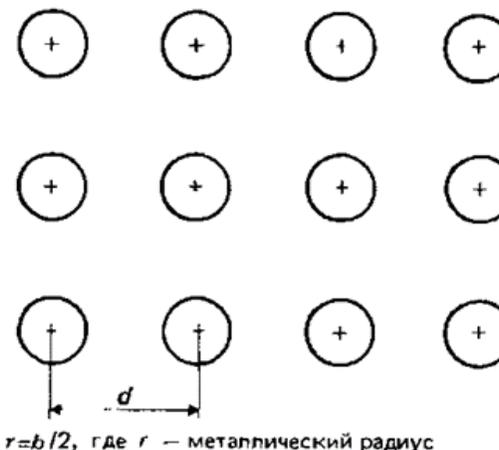


$r = d/2$, где r – ван-дерваальсов радиус

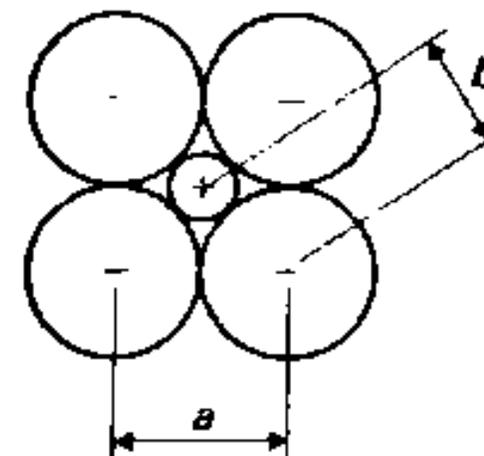
b Ковалентный радиус



Металлический

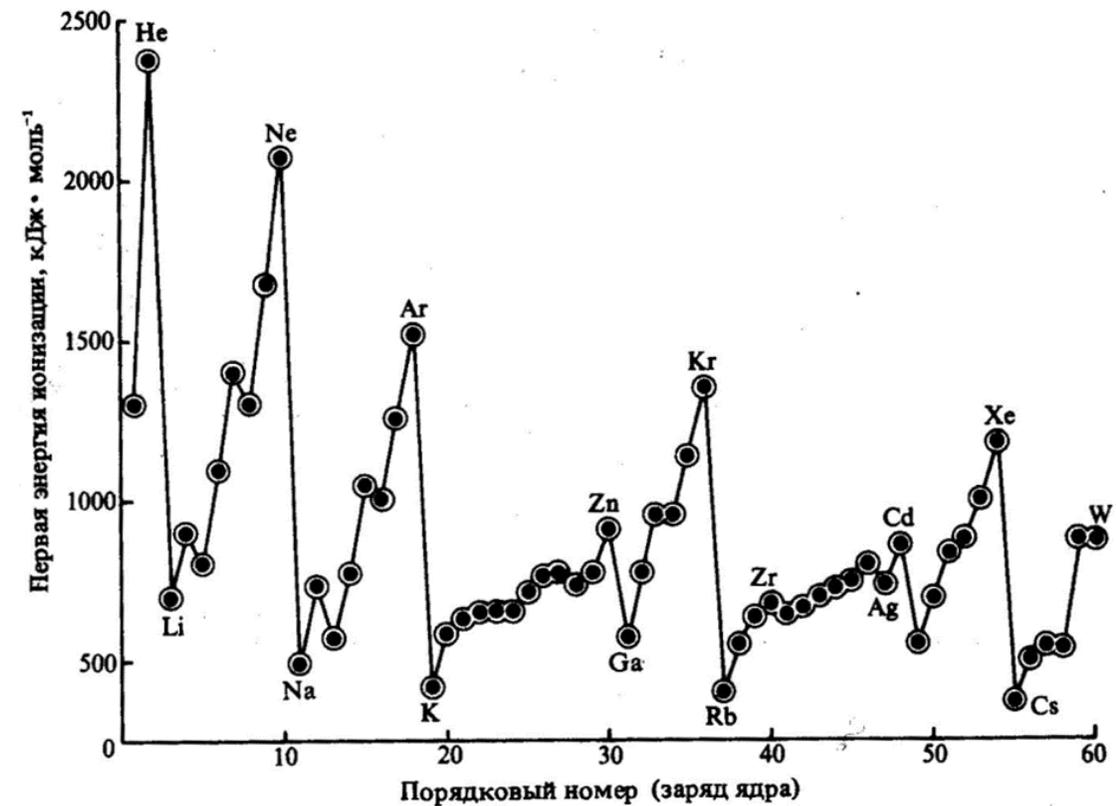
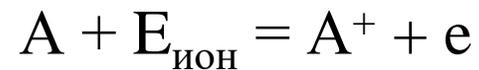


Ионный



5. ПЕРИОДИЧНОСТЬ ИЗМЕНЕНИЯ СВОЙСТВ ЭЛЕМЕНТОВ

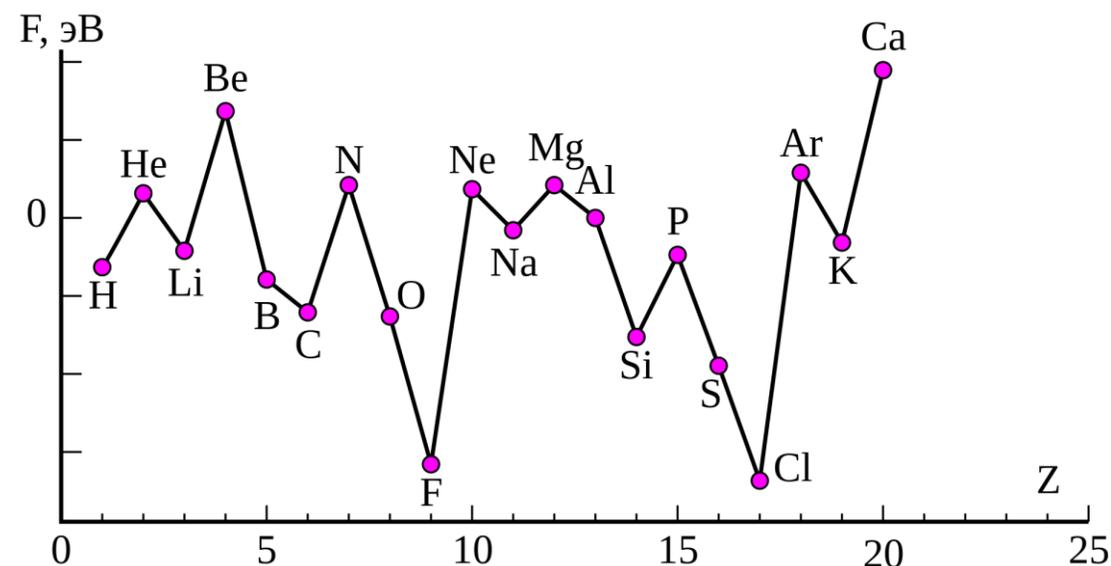
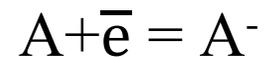
Энергия ионизации ($E_{\text{ион}}$) – это энергия необходимая для отрыва электрона от атома.



5. ПЕРИОДИЧНОСТЬ ИЗМЕНЕНИЯ СВОЙСТВ ЭЛЕМЕНТОВ

Энергия сродства к электрону (E_{cp})

– это энергия, которая выделяется или затрачивается при присоединении электрона к нейтральному атому.



5. ПЕРИОДИЧНОСТЬ ИЗМЕНЕНИЯ СВОЙСТВ ЭЛЕМЕНТОВ



Электроотрицательность (χ)

– способность атома смещать электронную плотность.

H 2,1																	He
Li 1,0	Be 1,6											B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	Ne
Na 0,9	Mg 1,2											Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	Ar
K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,9	Ni 1,9	Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8	Kr
Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2	Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5	Xe
Cs 0,7	Ba 0,9	La 1,0	Hf 1,3	Ta 1,5	W 1,7	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2	Au 2,4	Hg 1,9	Tl 1,8	Pb 1,9	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,1	Rn
Fr 0,7	Ra 0,9																

НИЗКАЯ

средняя

ВЫСОКАЯ

5. ПЕРИОДИЧНОСТЬ ИЗМЕНЕНИЯ СВОЙСТВ ЭЛЕМЕНТОВ

Для главных подгрупп

Степень окисления – условный заряд атома, который показывает сколько электронов может отдать или принять данный атом.

№ группы	I	II	III	IV	V	VI	VII
Возможные степени окисления элементов главной подгруппы	+1	+2	+3	+4 +2 -4	+5 +3 +1 -3	+6 +4 +2 -2	+7 +5 +3 +1 -1

ИСКЛЮЧЕНИЯ: **Фтор** – проявляет степень окисления только -1.

Кислород – проявляет степени окисления -1, -2, +1, +2. (H_2O_2 , OF_2 , O_2F_2).

Водород – проявляет степени окисления +1 и -1.

5. ПЕРИОДИЧНОСТЬ ИЗМЕНЕНИЯ СВОЙСТВ ЭЛЕМЕНТОВ

Для побочных подгрупп

№ группы	I	II	III	IV	V	VI	VII
Возможные степени окисления элементов побочной подгруппы	+1	+2 +1	+3 +2 +1	+4 +3 +2 +1	+5 +4 +3 +2 +1	+6 +5 +4 +3 +2 +1	+7 +6 +5 +4 +3 +2 +1

ИСКЛЮЧЕНИЯ:

Медь – проявляет степень окисления +2 (CuO),

Золото – проявляет степень окисления +3 ($\text{H[AuCl}_4]$)

5.1 ПЕРИОДИЧНОСТЬ ИЗМЕНЕНИЯ СВОЙСТВ СОЕДИНЕНИЙ

Изменение кислотно-основных свойств соединений по группе



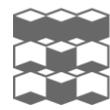
VI главная подгруппа	Тип оксида
SO_3	кислотный
SeO_3	кислотный
TeO_3	амфотерный
PoO_3	основный

5.1 ПЕРИОДИЧНОСТЬ ИЗМЕНЕНИЯ СВОЙСТВ СОЕДИНЕНИЙ

Изменение кислотно-основных свойств соединений в периоде



Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7
основный	основный	амфот-ый	кислотный	кислотный	кислотный	кислотный
NaOH	$\text{Mg}(\text{OH})_2$	$\text{Al}(\text{OH})_3$	H_2SiO_3	H_3PO_4	H_2SO_4	HClO_4
щелочь	основание	амфот-ый гидроксид	слабая кислота	кислота средней силы	сильная кислота	очень сильная кислота



ТОМСКИЙ
ПОЛИТЕХ

«СТРОЕНИЕ АТОМА, ПЕРИОДИЧНОСТЬ СВОЙСТВ»

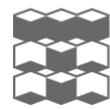
Лектор: К.Т.Н., Мачехина Ксения Игоревна

<http://portal.tpu.ru/SHARED/m/MACHEKHINAKSU>

Email: machekhinaKsu@tpu.ru

2 корпус ТПУ 212 аудитория

ЛИТЕРАТУРА:



ТОМСКИЙ
ПОЛИТЕХ

1. Еремин В.В. Теоретическая и математическая химия.
2. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия

3. Кузьменко Н.Е., Еремин В.В., Попков В.А. Начала химии.

ВОПРОСЫ

